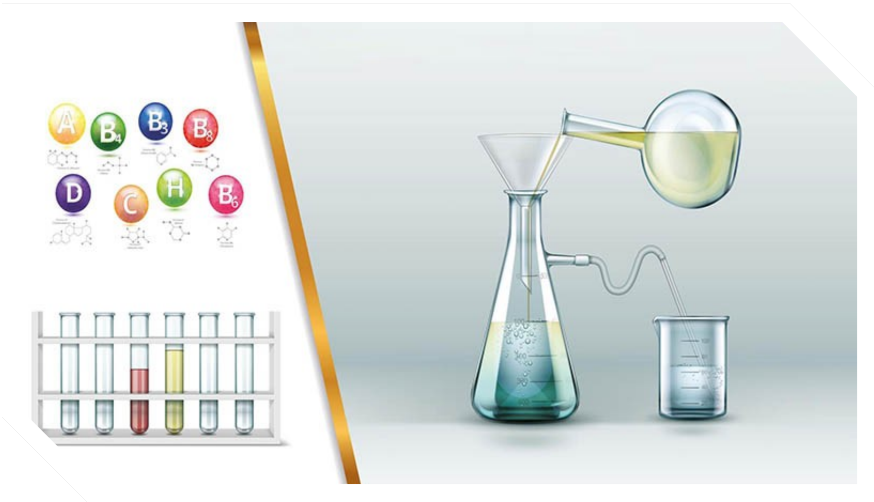
بحث عن

وصف العلماء للأحماض والقواعد

المادة : ....



عمل الطالب

....

الصف : ....

منذ آلاف السنين، عرف الناس أن الخل و عصير الليمـون والعديـد من الأطعمة الأخرى لها طعم حامضـي، ومـع ذلـك لم يسـتطيعوا اكتشـاف سـبب طعم هـذه الأشـياء، إلا بعـد اكتشـاف الأحمـاض والقواعـد في الكيميـاء، يـأتي مصـطلح الحمض في الواقـع من المصـطلح اللاتيـني acere، والذي يعني حـامض، في حين أن هنـاك العديـد من التعريفـات المختلفة قليلاً للأحماض والقواعد.

بدأ اكتشاف الأحماض والقواعـد في الكيميـاء مـع بدايـة القـرن السـابع عشر، وتم تصنيفهم والتفرقة بينهم بشـكل أكـثر قربًـا للطـرق البدائيـة عنه في الطرق والمعادلات الكيميائية المعروفة حديثًا.

وصف بويل للأحماض والقواعد

في القرن السابع عشر، وصـف الكـاتب الأيرلنـدي والكيميـائي روبـرت بويـل Robert Boyle لأول مـرة المـواد بأنهـا إمـا أحمـاض أو قواعـد وأطلق على القواعد اسم القلويات، وفقًا للخصائص التالية

خواص الأحماض

الأحماض لها طعم حامضي، وهي تتسبب في تآكل المعادن، وتغير لـون عباد الشمس - صـبغة مسـتخرجة من الأشـنات - lichens إلى اللـون الأحمر، وتصبح أقل حمضية عند خلطها مع القواعد.

خواص القواعد

تبدو القواعد زلقة وتغير لون عباد الشـمس إلى اللـون الأزرق، وتصـبح أقل قاعدية عند خلطها مع الأحماض.

بينمـا حـاول بويـل وآخـرون شـرح سـبب تصـرف الأحمـاض والقواعـد بالطريقـة الـتي يتصـرفون بهـا، لكن تم اقـتراح أول تعريـف معقـول للأحماض والقواعد بعد 200 عام.

وصف Arrhenius للأحماض والقواعد

في أواخـر القـرن التاسـع عشـر، اقـترح العـالم السـويدي Svante Arrhenius أن المـاء يمكنـه إذابـة العديـد من المركبـات، عن طريـق فصلها إلى أيوناتها الفردية.

خواص الأحماض

اقــترح Arrhenius أن الأحمــاض هي المركبــات الــتي تحتــوي على الهيدروجين، ويمكن أن تذوب في الماء لإطلاق أيونات الهيـدروجين في محلول.
فعلى سبيل المثال يذوب حمض الهيـدروكلوريك (HCl) في المـاء على النحو التالي

HCl   H2O → H + (aq) + Cl- (aq)

خواص القواعد

عـرف Arrhenius القواعـد كمـواد تـذوب في المـاء، لإطلاق أيونـات الهيدروكسيد (OH-) في محلول.

على سبيل المثـال القاعـدة النموذجيـة وفقًـا لتعريـف Arrhenius هي هيدروكسيد الصوديوم (NaOH):

NaOH   H2O → Na + (aq) + OH- (aq)

مميزات نظرية Arrhenius

يشرح تعريف Arrhenius للأحماض والقواعـد عـددًا من الأشـياء، كمـا أنها تشرح سبب امتلاك جميع الأحماض لخصـائص متشـابهة مـع بعضـها البعض وبالمثل لماذا تتشابه جميع القواعد، وذلك للأسباب التالية

1. لأن جميـع الأحمـاض تطلـق H + في المحلـول (وجميـع القواعـد تطلق OH-).
2. كما تمكن تعريف Arrhenius أيضًا من شرح ملاحظـة بويـل بـأن الأحماض والقواعد في الكمياء تتعارض مع بعضها البعض.
3. بالإضـافة للفكـرة القائلـة، بـأن القاعـدة يمكن أن تجعـل الحمض أضــــعف، والعكس بــــالعكس الــــتي تســــمى التعــــادل Neutralization .

التعادل Neutralization

كما تـرى من المعـادلات، تطلـق الأحمـاض H + في المحلـول وتطلـق القواعد OH-، وإذا قمنا بخلط حمض وقاعدة معًا، فسوف يتحد أيون H + مع OH- لتصنيع الجزيء H2O أو الماء العادي.

H + (aq) + OH- (aq) → H2O

دائمًا ما ينتج تفاعل تحييد (التعادل) الحمض مع القاعدة ماء وملحًا، كما هو موضح أدناه

HCl + NaOH → H_2O + NaCl

HBr + KOH → H_2O + KBr

عيوب نظريةArrhenius

على الرغم من أن Arrhenius ساعد في شرح أساسيات الأحماض والقواعد في الكيمياء، إلا أن نظرياته للأسف لها عيوب.

على سبيل المثال، لا يوضح تعريف Arrhenius لماذا يمكن لبعض المواد، مثل صودا الخبز الشائعة ($NaHCO_3$)، أن تعمل كقاعدة على الرغم من أنها لا تحتوي على أيونات الهيدروكسيد.

تعريف Brønsted-Lowry للأحماض والقواعد

في عام 1923، نشر كلاً من العالم الدنماركي يوهانس برونستيد والإنجليزي توماس لوري أوراقًا مستقلة متماثلة ومتشابهة، صقلت نظرية أرينيوس، وشرحت تعريف الأحماض والقواعد في الكيمياء بشكل أفضل.

فقد عرف برونستيد الأحماض والقواعد بأنها مواد قادرة على الانقسام أو امتصاص أيونات الهيدروجين، وقد وسع تعريف برونستيد ولوري، مفهوم Arrhenius للأحماض والقواعد، فهو مشابه جدًا لتعريف Arrhenius، وهو كما يلي

تعريف الأحماض

أي مادة يمكنها التبرع بأيون الهيدروجين تكون حمض، ووفقًا لتعريف برونستيد، غالبًا ما يشار إلى الأحماض باسم مانحي البروتونات لأن أيون H +، هو الهيدروجين الذي فقد إلكترونه، فهو ببساطة بروتون.

تعريف القواعد

ومع ذلك، فإن تعريف برونستيد للقواعد يختلف تمامًا عن تعريف Arrhenius، حيث يتم تعريف قاعدة برونستيد على أنها أي مادة يمكن أن تقبل أيون الهيدروجين، حيث اعتبر القاعدة هي عكس الحمض.

NaOH و KOH ، سيظلان دائما من القواعد، لقدرتهم على قبول أيــون الهيدروجين H + من الحمض لتكوين الماء.

مميزات تعريف برونستيد ولوري Brønsted-Lowry

بالإضافة إلى شـرح تعريـف الأحمـاض والقواعـد في الكميـاء، اسـتطاع تعريـف برونسـتيد ولـوري Brønsted-Lowry أن يشـرح أيضًـا لمـاذا يمكن أن تعمل المواد التي لا تحتوي على OH- عمل القواعد، حيث أن صــودا الخــبز (NaHCO3)، تعمــل كقاعــدة عن طريــق قبــول أيــون الهيدروجين من حمض كما هو موضح أدناه

$HCl + NaHCO_3 \rightarrow H_2CO_3 + NaCl$

في هـذا المثـال يخضـع حمض الكربونيـك المتكـون (H_2CO_3) للتحلـل السريع، إلى الماء وثاني أكسـيد الكربـون الغـازي، وبالتـالي يتم تحريـر فقاعات من المحلول من غاز ثاني أكسيد الكربون.

الرقم الهيدروجيني pH

بمــوجب تعريــف الأحمــاض والقواعــد لبرونســتيد ولــوري -Brønsted Lowry، ترتبط كل من الأحماض والقواعد بتركـيز أيونـات الهيـدروجين الموجــودة، تعمــل الأحمــاض على زيــادة تركــيز أيونــات الهيــدروجين الموجب.

بينمـا تقلـل القواعـد من تركـيز أيونـات الهيـدروجين بقبولهـا، وبالتـالي يمكن قياس حموضة أو قاعدية شيء ما، عن طريق قياس تركيز أيــون الهيدروجين.

معادلة الأس الهيدروجيني pH

في عــام 1909 ابتكــر عــالم الكيميــاء الحيويــة الــدنماركي Sören Sörensen مقياس الأس الهيدروجيني لقياس درجة الحموضة، والــذي يزيد من دقة تعريف الأحماض والقواعد في الكمياء، تم وصف مقيــاس الرقم الهيدروجيني بواسطة الصيغة:

pH الرقم الهيدروجيني = – log [H +]

يتم اختصار التركيز بشكل شائع باستخدام الأقواس مربعة، وبالتالي [H +] = تركـيز أيـون الهيـدروجين، وعنـد قيـاس الأس الهيـدروجيني، يتم قياس [H +] باستخدام وحدات المول H + لكل لتر من المحلول.

الفرق بين الأحماض والقلويات

يمكن التفريـق بين الأحمـاض والقواعـد في الكميـاء بواسـطة مقيـاس Sören Sörensen للاس الهيدروجيني، فعلى سبيل المثال الحل مع [H^+] = 1×10^{-7} مولات / لتر، له درجة حموضة تسـاوي 7 (طريقـة أبسط للتفكير في الرقم الهيدروجيني هي أنه يساوي الأس على تركيز H +، متجاهلاً العلامة السالبة).

مكان الأحماض على مقياس pH

يتراوح مقياس الرقم الهيدروجيني من 0 إلى 14، وتقسـم المـواد ذات الرقم الهيدروجيني بين 0 وأقل من 7 على أنها أحماض.

مكان القلويات على مقياس pH

المواد التي تحتوي على درجـة حموضـة أكـبر من 7 ومـا يصـل إلى 14 تكون قاعدية.

المواد المتعادلة على مقياس pH

في الوسط مباشرة، عند الرقم الهيدروجيني = 7، هي مواد المحايـدة، على سبيل المثال الماء النقي. [1]

عبر التاريخ حاول الكيميائيون وضع تعريفات مختلفة لكلاً من الأحمـاض والقواعد في الكيمياء وقد مكنتهم الأبحاث المستمرة من الوصـول إلى تعريفات أفضل، للإجابة على الأسئلة المطروحة في هذا المجال.